BAC 2017

WWW.BAC.ORG.TN

- **GROUPE : BAC TUNISIE 2017 " ADMIS NCHALAH "**
- **APPLICATION : BAC TUNISIE 2017**
- **PAGE : BAC – TUNISIE**
- **ADRESSE : BACORGTN@GMAIL,COM**

- **ADMIN : SABER Gù & YESSINE BEN AMOR**

- Des Examens de Baccalauréat
- Des Cours ET Des Résumes
- Des Livres De Revision
- Des Devoirs Corriger
- Des Series Corriger

Fiche de révisions sur les acides et les bases

A – Définitions :

acide : espèce chimique capable de libérer un (ou plusieurs) proton (s).

base : espèce chimique capable de capter un (ou plusieurs) proton (s).

Attention ! solution acide ≠ acide

Dans une solution acide : $[H_3O^+] > [OH^-]$

acide fort : c'est un acide qui réagit entièrement avec l'eau

base forte : c'est une base qui réagit totalement avec l'eau

Exemples de réactions de dissolution de bases et d'acides forts :

- L'acide nitrique (HNO_3) est un acide fort :

$$HNO_{3(liq)} + H_2O \rightarrow H_3O^+_{aq} + NO_3^-{}_{aq}$$

- L'acide chlorhydrique est un acide fort :

$$\underbrace{HCl_{(g)}}_{\text{acide chlorhydrique}} + H_2O \rightarrow \underbrace{H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}}_{\text{solution d'acide chlorhydrique}}$$

Attention ! solution acide ≠ acide

- L'hydroxyde de sodium (ou soude) est une base forte :

$$NaOH_{(s)} \rightarrow Na^+_{aq} + OH^-_{aq}$$

- L'hydroxyde de potassium (ou potasse) est une base forte :

$$KOH_{(s)} \rightarrow K^+_{aq} + OH^-_{aq}$$

Exemples de réactions de dissolution de bases et d'acides faibles :

acide faible : c'est un acide dont la réaction sur l'eau n'est pas totale.

base faible : c'est une base dont la réaction sur l'eau n'est pas totale.

- L'acide éthanoïque (CH_3COOH) est un acide faible :

$$CH_3COOH_{(liq)} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{aq} + CH_3COO^-_{aq}$$

- L'ammoniac est une base faible :

$$NH_{3(g)} + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

Remarques importantes :

➢ Puisque NH_3 est une base faible, l'ion NH_4^+ est un acide faible !

Donc : $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$

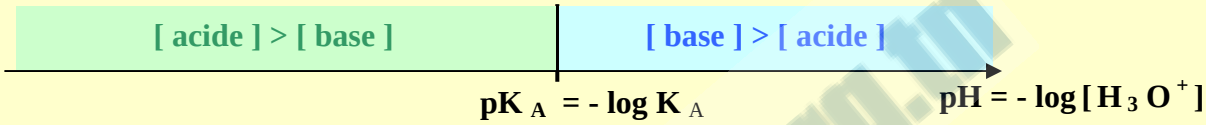
- Puisque CH_3COOH est un acide faible, l'ion CH_3COO^- est une base faible.
- Puisque HCl est un acide fort, Cl^- est une espèce indifférente.
- Puisque $NaOH$ est une base forte, Na^+ est une espèce indifférente.

Définition du pH d'une solution aqueuse : $pH = -\log[H_3O^+]$

Pour les couples acide / base, on définit une constante d'acidité K_A.

$$K_A = \frac{[H_3O^+][base]}{[acide]} \quad \text{ou} \quad pH = pK_A + \log\frac{[base]}{[acide]}$$

Conséquence :



Exemples de couples acide / base à connaître :

CH_3COOH / CH_3COO^- $\quad K_A(CH_3COOH/CH_3COO^-) = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$

NH_4^+ / NH_3 $\quad K_A(NH_4^+/NH_3) = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]}$

H_3O^+ / H_2O $\quad K_A(H_3O^+/H_2O) = \frac{a(H_2O)[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = 1$

H_2O / OH^- $\quad K_A(H_2O/OH^-) = \frac{[OH^-][H_3O^+]}{a(H_2O)} = [OH^-][H_3O^+] = 10^{-14}$

B – pH des solutions aqueuses :

1°) Solution d'acide fort (AH) de concentration molaire C_a

$pH = -\log C_a$

Raisonnement-type : (bien comprendre ce raisonnement sert à faire certains exercices)

- **Bilans** :
  - $AH + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$
  - $2H_2O \rightleftharpoons OH^- + H_3O^+$ (autoprotolyse de l'eau comme dans toute solution aqueuse)
- **Espèces en solution** : En plus de l'eau, il y a les espèces surlignées ci-dessus.

- **Relations** :
  - Équation d'électroneutralité : $[A^-] + [OH^-] = [H_3O^+]$ (1)
  - Équation de conservation de l'acide : $[A^-] = C_a$ (2)
  - Équilibre d'autoprotolyse de l'eau : $[OH^-][H_3O^+] = K_e = 10^{-14}$ (3)
  - Définition du pH : $pH = -\log[H_3O^+]$ (4)
- **Conclusion** :
  - La solution est très acide donc : $[H_3O^+] >> [OH^-]$
  - On en déduit : $[A^-] \cong [H_3O^+]$ (1') et $[H_3O^+] \cong C_a$

Donc : $pH = -\log C_a$

2°) Solution de base forte (A^-) de concentration molaire C_b

$pH = 14 + \log C_b$

Le raisonnement est analogue au précédent et conduit à : $[OH^-] \cong C_b$

Conséquences :

3°) Solution d'acide faible de concentration molaire C_1

$pH \neq -\log C_1$

4°) Solution de base faible de concentration molaire C_2

$pH \neq 14 + \log C_2$

C – Comparons la force des acides et des bases :

Puisque TOUS les acides forts se dissolvent entièrement dans l'eau, ils sont TOUS aussi forts les uns que les autres dans l'eau. Dans l'eau, l'acide le plus fort est donc l'ion hydronium H_3O^+.

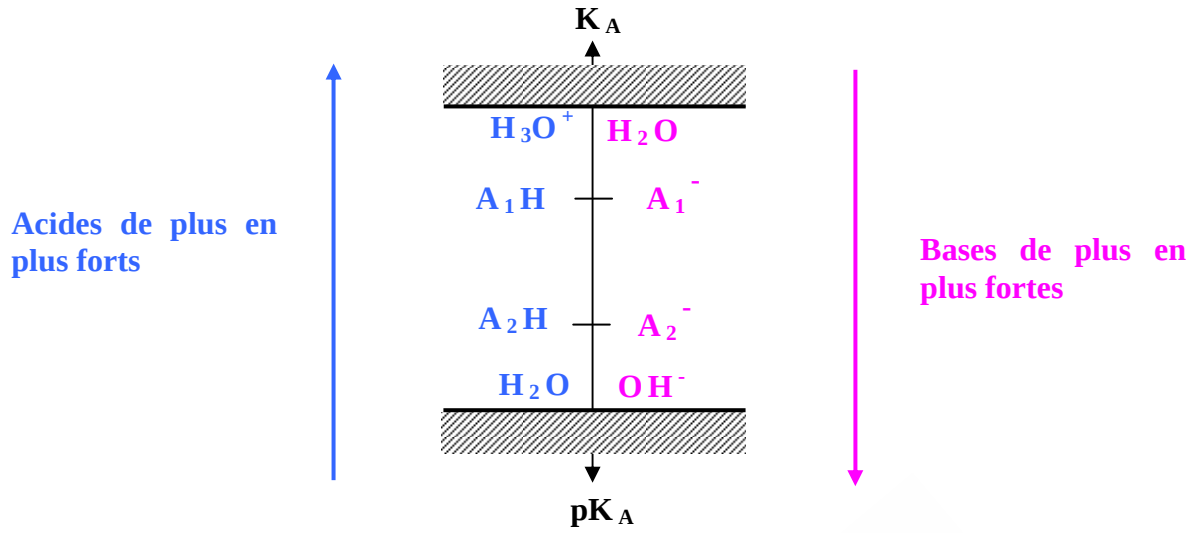
TOUTES les bases fortes sont aussi fortes les unes que les autres, dans l'eau. L'ion hydroxyde OH^- est donc la base la plus forte, dans l'eau.

Les couples acide faible / base faible ont tous des constantes d'acidité comprises entre 1 et 10^{-14}.

Comment interpréter « diagramme » ci-après (page 4) ?

Les acides A_1H et A_2H sont faibles. Les bases A_1^- et A_2^- sont faibles.

L'acide A_1H est plus fort que l'acide A_2H ; la base A_2^- est plus forte que la base A_1^-.



D - Réactions acido-basiques :

1°) Réaction entre une solution d'acide fort et une solution de base forte :

- *Réaction* :

La réaction prépondérante se produit entre l'acide le plus fort H_3O^+ et la base la plus forte OH^-.

$$\underbrace{H_3O^+}_{\text{venant de la solution d'acide FORT}} + \underbrace{OH^-}_{\text{venant de la solution de base FORTE}} \xleftarrow[\text{quasi-totale}]{} 2\,H_2O$$

- Pour vérifier que la réaction est quasi-totale, il faut calculer la constante K_R de la réaction :

$$K_R = \frac{a^2(H_2O)}{[H_3O^+][OH^-]} \cong 10^{14} >> 1$$

- Équivalence :

> Lors d'un dosage, l'équivalence est atteinte quand les réactifs ont réagi dans les proportions stœchiométriques.

Ici, les réactifs sont les ions hydroxyde et hydronium.

On a donc : $n_{H_3O^+} = n_{OH^-}$ soit : $C_{acide}\,V_{acide} = C_{base}\,V_{base}$

2°) Réaction entre une solution d'acide faible et une solution de base forte :

On prend l'exemple d'une réaction entre une solution d'acide éthanoïque et une solution de soude.

- *Réaction* :

$$CH_3COOH + OH^- \xleftarrow[\text{quasi-totale}]{} CH_3COO^- + H_2O$$

- Pour vérifier que la réaction est quasi-totale, il faut calculer la constante K_R de la réaction :

$$K_R = \frac{a(H_2O)\,[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]\,[OH^-]} = \frac{K_a(CH_3COOH/CH_3COO^-)}{K_e} >> 1$$

- Équivalence :

> Lors d'un dosage, l'équivalence est atteinte quand les réactifs ont réagi dans les proportions stœchiométriques.

Ici, les réactifs sont les ions hydroxyde et l'acide éthanoïque.

On a donc : $n_{CH_3COOH} = n_{OH^-}$ soit : $C_{acide}\,V_{acide} = C_{base}\,V_{base}$

3°) Réaction entre une solution de base faible et une solution d'acide fort :

On prend l'exemple d'une réaction entre une solution d'ammoniac et une solution d'acide chlorhydrique.

- *Réaction* :

$$NH_3 + H_3O^+ \underset{\text{quasi-totale}}{\longleftarrow\!\!\!\longrightarrow} NH_4^+ + H_2O$$

- Pour vérifier que la réaction est quasi-totale, il faut calculer la constante K_R de la réaction :

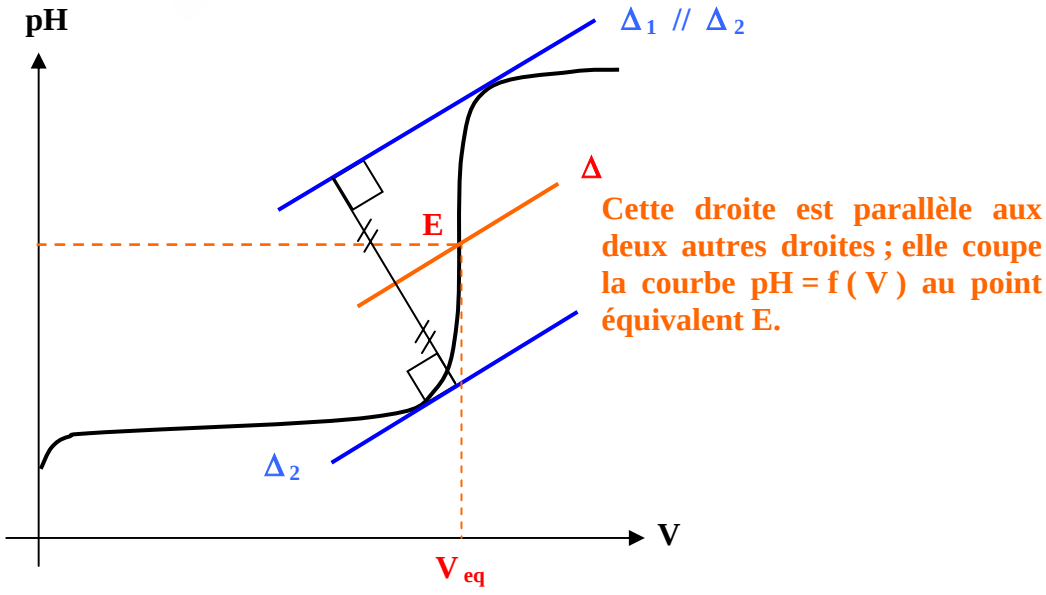
$$K_R = \frac{[NH_4^+]\,a(H_2O)}{[NH_3]\,[H_3O^+]} = \frac{1}{K_A(NH_4^+/NH_3)} >> 1$$

- Équivalence :

Ici, les réactifs sont les ions hydronium et l'ammoniac.

On a donc, à l'équivalence : $n_{NH_3} = n_{H_3O^+}$ soit : $C_{acide}\,V_{acide} = C_{base}\,V_{base}$

4°) Détermination graphique de l'équivalence sur une courbe $pH = f(V)$:



Cette droite est parallèle aux deux autres droites ; elle coupe la courbe pH = f (V) au point équivalent E.